

# Chapitre 13

## Les corps composés

L'étude de ce chapitre permettra de répondre à trois questions:

**1ère question: comment savoir si deux atomes pris au hasard sur le tableau périodique peuvent se lier chimiquement ?**

**2ème question: si les atomes peuvent se lier, quelles sont les molécules théoriquement possibles ?**

**3ème question: de quel type de liaisons s'agit-il ?**

**1ère question: comment savoir si deux atomes pris au hasard sur le tableau périodique peuvent se lier chimiquement ?**

Pour que deux atomes différents se lient, il faut qu'ils puissent avoir des états d'oxydation de signe opposé (l'un doit être le donneur d'électrons et l'autre le preneur d'électrons).

### Exemples:

- Les métaux et métaux de transition (respectivement en blanc et en bleu dans le tableau périodique) ne peuvent pas se lier entre eux puisqu'ils n'ont que des états d'oxydation positifs.
- Le carbone et l'hydrogène peuvent se lier chimiquement.
- Le fer et le soufre peuvent se lier chimiquement.
- Le carbone et l'oxygène peuvent se lier chimiquement.

**2ème question: si les atomes peuvent se lier, quelles sont les molécules théoriquement possibles ?**

Si la liaison est possible, le preneur d'électrons est celui qui possède un état d'oxydation négatif.

Si les deux éléments ont un état d'oxydation négatif (comme le carbone et le soufre), on considérera que le preneur d'électrons est celui qui a la plus grande électronégativité.

Dans une molécule, la somme des états d'oxydation des atomes doit être nulle.

### Exemples:

- Le carbone (C) et l'hydrogène (H) peuvent se lier chimiquement: l'hydrogène avec un état d'oxydation "1" et le carbone avec un état d'oxydation "-4". Il n'y a qu'une seule possibilité: CH<sub>4</sub>.
- Le fer (Fe) et le soufre (S) peuvent se lier chimiquement: le fer avec un état d'oxydation "2 ou 3" et le soufre avec un état d'oxydation "-2". Il y a deux possibilités: FeS et Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.
- Entre le carbone (C) et l'oxygène (O), c'est l'oxygène qui a l'électronégativité la plus élevée: le carbone aura donc un état d'oxydation "2 ou 4" et l'oxygène un état d'oxydation "-2". Il y a deux possibilités: CO et CO<sub>2</sub>.
- Entre le carbone (C) et le soufre (S), c'est le soufre qui a l'électronégativité la plus élevée: le carbone aura donc un état d'oxydation "2 ou 4" et le soufre un état d'oxydation "-2". Il y a deux possibilités: CS et CS<sub>2</sub>.

- Entre le soufre (S) et l'oxygène (O), c'est l'oxygène qui a l'électronégativité la plus élevée: le soufre aura donc un état d'oxydation "2, 4 ou 6" et l'oxygène un état d'oxydation "-2". Il y a trois possibilités: SO, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>.

### **3ème question: de quel type de liaisons s'agit-il ?**

Les propriétés d'une liaison dépendent de la position des électrons responsables de la liaison; on indique ci-dessous la position des électrons de la liaison par une zone hachurée.

Cette position dépend de la différence entre les valeurs de l'électronégativité des deux atomes liés.

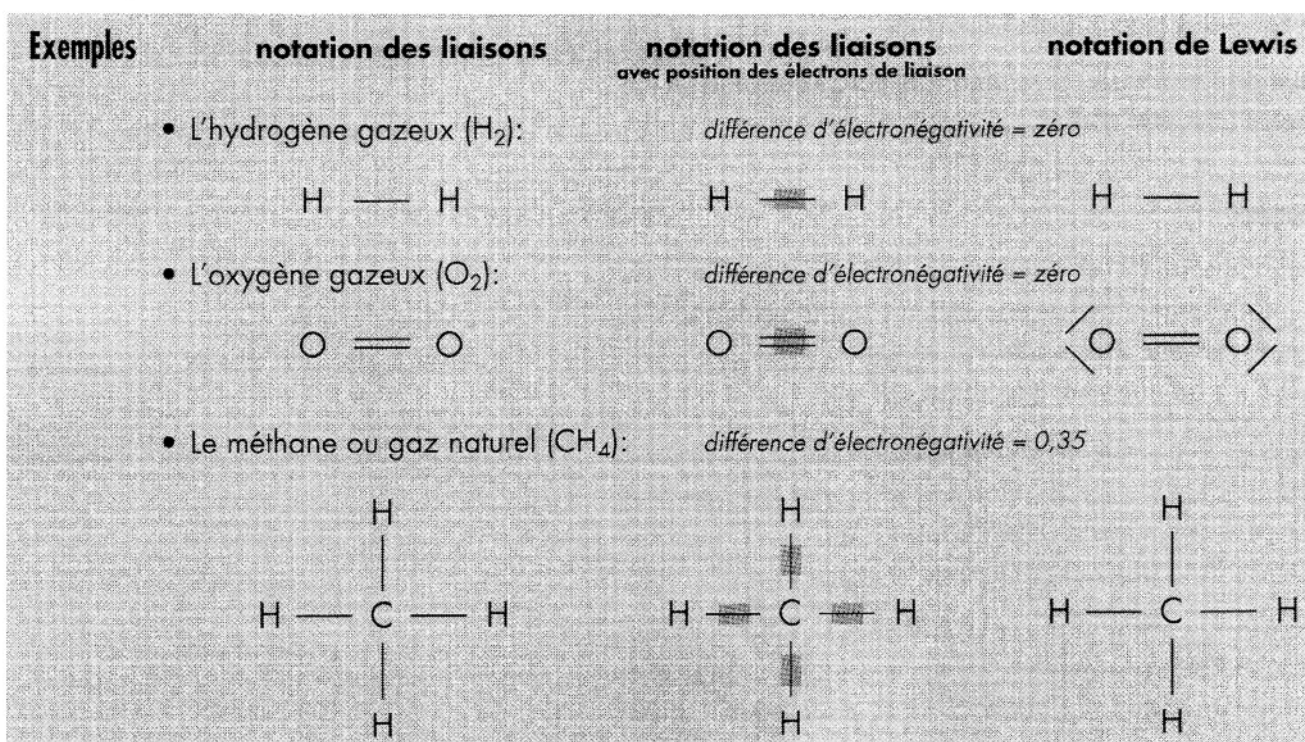
La frontière entre les différents types de liaison n'est pas strictement définie. Les valeurs limites données ci-dessous sont généralement admises, même si elles ne sont qu'indicatives.

#### **1er cas:**

Si la différence d'électronégativité est faible (moins de 0,5), les électrons de la liaison seront en moyenne à égale distance des deux atomes.

Ce type de liaison est appelé liaison covalente non polarisée.

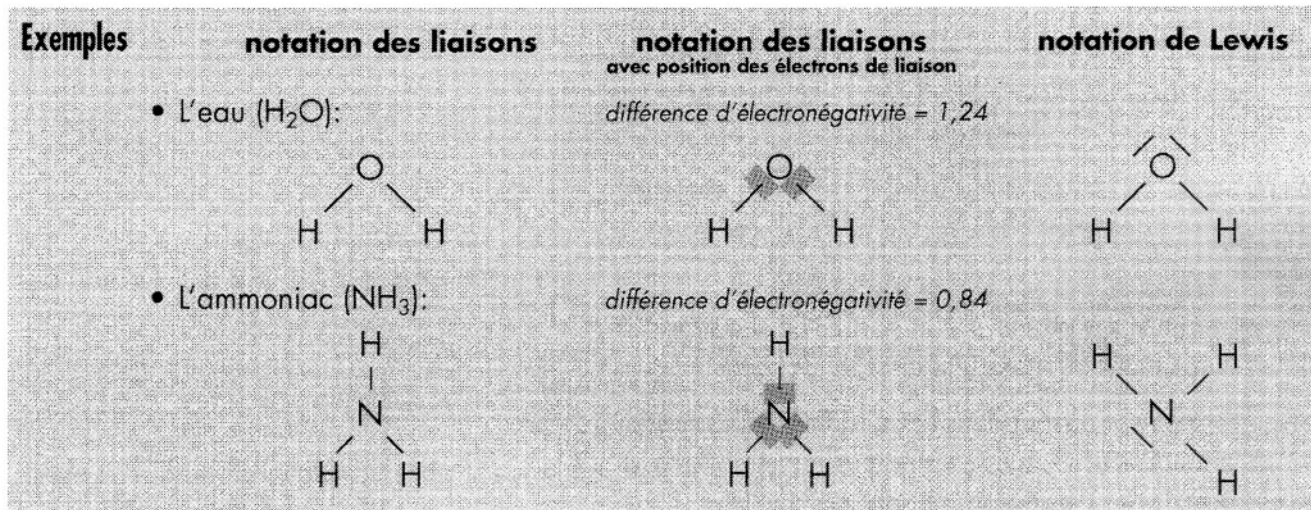
On se représente les électrons de liaison en mouvement permanent, avec une position moyenne équidistante des noyaux des deux atome:.



#### **2ème cas:**

Si la différence d'électronégativité est plus importante (comprise entre 0,5 et 1,7), les électrons de la liaisons seront globalement plus proches de celui qui a l'électronégativité la plus élevée.

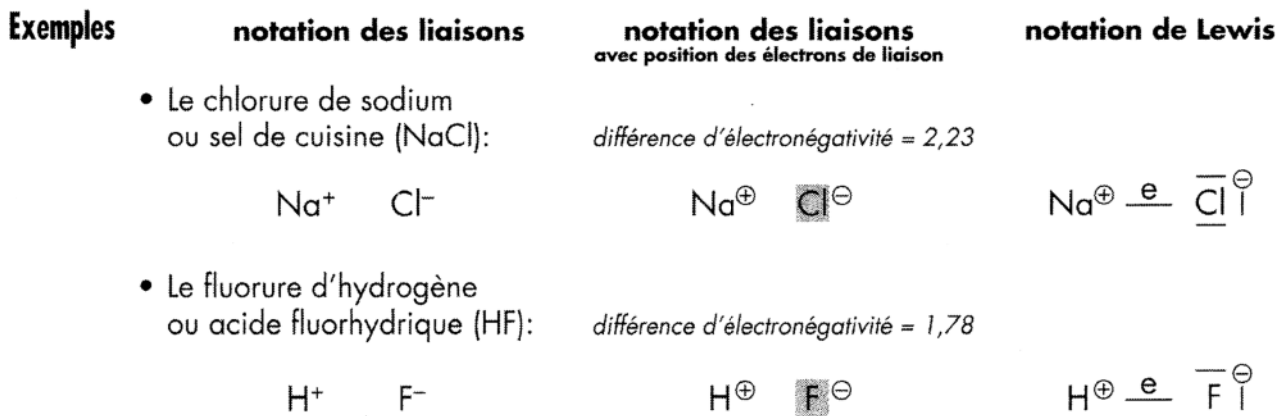
C'est une liaison covalente polarisée:



### 3ème cas:

Si la différence d'électronégativité est très importante (plus que 1,7), les électrons de la liaison seront complètement capturés par l'oxydant (celui qui a la plus grande électronégativité).

Ce type de liaison est nommée liaison ionique ou électrovalence:



### 4ème cas:

Dans certains cas, la notation de Lewis permet d'affiner la description des liaisons; en effet, lorsque le nombre de liaisons sur un atome dépasse quatre, il y a des chances que la molécule comporte ce que l'on appelle des liaisons de coordination.

#### Exemple:

L'atome de soufre met en commun ses deux électrons célibataires avec ceux d'un atome d'oxygène pour former la molécule  $SO$  (par covalence normale). Pourtant on peut aussi obtenir les molécules  $SO_2$  et  $SO_3$ . Elles ne peuvent s'expliquer par les modèles de liaisons précédents. On l'explique de la manière suivante:

Le soufre doit mettre en commun une paire d'électrons externes pour pouvoir se lier avec un deuxième atome d'oxygène. C'est la covalence de coordination.

Afin de permettre cette liaison, l'atome d'oxygène groupe ses deux électrons célibataires en une paire:

